Exercice N°4 :

1°) AH/A^-

On a $K_a = \frac{[A^-].[H_3O^+]}{[AH]}$

$K_b = \frac{[AH].[OH^-]}{[A]}$

$\Rightarrow K_a.K_b = [H_3O^+].[OH^-] = Ke$

2°) $HCOOH / HCOO^- \longrightarrow Ka_1 = 1{,}8.10^{-4}$

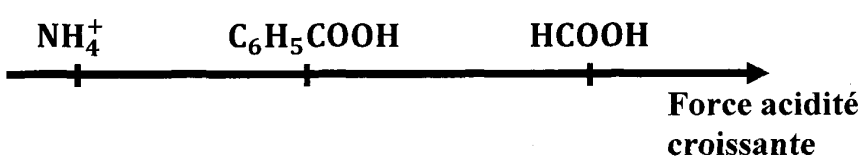
$NH_4^+ / NH_3 \longrightarrow pKa_2 = 9{,}2$

$C_6H_3COOH / C_6H_3COO^- \longrightarrow pK_{b_3} = 10$

On a: $Ka_1 = 1{,}8.10^{-14} \longrightarrow pKa_1 = -\log(1{,}8.10^{-14}) = 3{,}74$

$pKa_2 = 9{,}2.$

$\Rightarrow pKa_3 = 14 - pKb_3 = 4.$



3°)

a- $HCOOH + NH_3 \rightleftharpoons HCOO^- + NH_4^+.$

b- $K = \frac{[HCOO^-].[NH_4^+]}{[HCOOH].[NH_3^+]} \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{Ka_2}{Ka_1}.$

comme $Ka_1 = \frac{[HCOO^-]\ [H_3O^+]}{[HCOOH]}$ et $Ka_2 = \frac{[NH_3^+]\,[H_3O^+]}{[NH_4^+]}$

$\Leftrightarrow K = \frac{1{,}8.10^{-4}}{10^{-9{,}2}} = 2{,}85.10^5.$

Exercice N°5 :

1°) a- $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-.$

b- L'acide est fort. Son ionisation est totale. Donc $[HA] = 0.$

2°) $pH_2 < pH_3.$

Pour la même concentration plus que $[H_3O^+]$est grande, pH est faible et plus que l'acide est fort.

D'où le **HCOOH** est plus fort que CH_3COOH.